Balanceo de Reacciones Redox

- M en C Rafael Govea Villaseñor
- CINVESTAV-IPN

Versión 1.0 12/11 de 2017

Conocimiento previo, cálculo del # Redox

Sobre los símbolos de cada elemento:

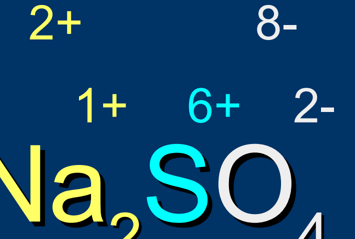
1. Anotamos 2- arriba a la derecha del Oxígeno

2. Multiplicamos por su subídice, escribiendo el resultado (8-) arriba del símbolo del oxígeno.

3. Anotamos 1+ arriba a la derecha del Na.

4. Multiplicamos por su subídice, escribiendo el resultado (2+) arriba del símbolo del sodio.

5. El #Redox del azufre debe se +, puesto que hay 8 cargas negativas (O) y 2 positivas (Na). Como la molécula es neutra resulta que nos faltan 6+ (8- y 2+ → 6+) . El único átomo de azufre las aporta y anotamos 6+ arriba a la derecha de él.



Rafael Govea V.

¿Cómo balanceamos un acuación Redox?

1) Primero copiamos la ecuación evitando errores de escritura.

2) Calculamos el # Redox de todos los átomos de los reactivos y los productos.

3) Identificamos los elementos que ganan o pierden electrones.

4) Escribimos las semireacciones Redox para cada elemento. Anotando el # de electrones ganados o perdidos en cada caso.

5) Cruzamos dichos números para igualar el # de electrones intercambiados.

6) Usamos dichos números como coeficientes en las fórmulas de las sustancias reducidas u oxidadas.

7) Terminamos de balancear por tanteo.

Paso 1. **Primero copiamos cuidadosamente la ecuación verificando cada fórmula:**

$$NH_3 + O_2 \longrightarrow N_2 + H_2O$$

Si nos equivocamos al escribir alguna fórmula, vamos a tener dificultades.

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 2. **Calculamos el # Redox de cada elemento en todas las fórmulas**

$$\overset{3-}{N}\,\overset{3+}{\overset{1+}{H_3}} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + \overset{2+}{\overset{1+}{H_2}}\,\overset{2-}{O}$$

Recordemos que cualquier elemento no combinado tiene # redox de cero

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 3. **Luego enlistamos los elementos que cambian de estado Redox a ambos lados de la flecha de reacción:**

$$\overset{3-}{N}\overset{1+}{H_3} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + \overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$$

O = 0 → O = 2-

N = 3- → N = 0

Al comparar los # Redox encontramos que sólo el oxígeno y el nitrógeno cambian

M en C Rafael Govea Villaseñor

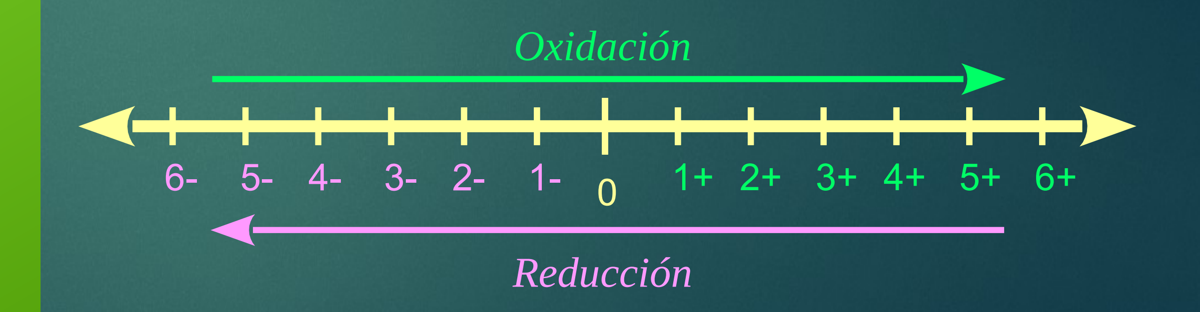
Paso 4. **Anotamos el # de electrones e- involucrados en el cambio**

$\overset{3-}{N}\overset{1+}{H_3} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + \overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$

O = 0 —(más 2 e-)→ O = 2-

N = 3- —(menos 3 e-)→ N = 0

Muchos suelen insistir en identificar al oxidante y al reductor, pero con el fin de balancear la ecuación es irrelevante.
La Recta de # Redox nos permite saber que el N se oxida de 3- a 0 y el O se reduce de 0 a 2-



M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 5. **Buscamos los coeficientes a anotar frente a las sustancias adecuadas**

$\overset{3-}{N}\overset{1+}{H_3} + \overset{0}{O_2} \rightarrow \overset{0}{N_2} + \overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$

O = 0 —más 2 e-→ O = 2- → 3

N = 3- —Menos 3 e-→ N = 0 → 2

Para poder balancear necesitamos ajustar el número total de electrones ganados y perdidos.

Para ello, cruzamos los dígitos de los electrones ganados con los perdidos

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 6. Colocamos los coeficientes frente las sustancias adecuadas

$$2\,\overset{3-}{N}\overset{1+}{H_3} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + 3\,\overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$$

O = 0 —(más 2 e-)→ O = 2- → 3

N = 3- —(Menos 3 e-)→ N = 0 → 2

Colocamos el coeficiente tres delante de la fórmula que contiene al elemento de su renglón, el oxígeno, el agua.

Ponemos el coeficiente dos delante de la fórmula que contiene al elemento de su renglón, el amoniaco.

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 7a. **Terminamos de balacear la ecuación por tanteo**

$$2\,\overset{3-}{N}\overset{1+}{H_3} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{0}{N_2} + 3\,\overset{1+}{H_2}\overset{2-}{O}$$

O = 0 —más 2 e-→ O = 2- → 2

N = 3- —Menos 3 e-→ N = 0 → 3

El oxígeno no está Balanceado. Así que ponemos un coeficiente adecuado delante del O_2

N = 2(1) = 2	N = (1)2 = 2
O = 2	O = 3(1) = 3

Contamos los átomos de cada elemento y checamos si están igualados, si no es así colocamos un coeficiente donde haga falta.

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 7b. **Terminamos de balacear la ecuación por tanteo**

$$2\,\overset{3-}{N}\overset{1+}{H}_3 + 1\tfrac{1}{2}\,\overset{0}{O}_2 \longrightarrow \overset{0}{N}_2 + 3\,\overset{1+}{H}_2\overset{2-}{O}$$

O = 0 → más 2 e- → O = 2- → 3

N = 3- → Menos 3 e- → N = 0 → 2

N = 2(1) = 2	N = (1)2 = 2
O = 1.5(2) = 3	O = 3(1) = 3
H = 2(3) = 6	H = 3(2) = 6

El oxígeno ahora Ya está balanceado Mediante el truco De poner un coeficiente fraccionario delante del O_2 y seguimos con el H

Contamos los átomos de cada elemento y checamos si están igualados, si no es así colocamos un coeficiente donde haga falta.

M en C Rafael Govea Villaseñor

Paso 7c. **Eliminamos los coeficientes fraccionarios**

$$2\left(2\,\overset{3-}{N}\overset{1+}{H}_3 + 1\tfrac{1}{2}\,\overset{0}{O}_2 \longrightarrow \overset{0}{N}_2 + 3\,\overset{1+}{H}_2\overset{2-}{O}\right)$$

$$4\,\overset{3-}{N}\overset{1+}{H}_3 + 3\,\overset{0}{O}_2 \longrightarrow 2\,\overset{0}{N}_2 + 6\,\overset{1+}{H}_2\overset{2-}{O}$$

Multiplicamos toda la ecuación por un factor adecuado para convertir en entero el factor fraccionario

Y la ecuación está balanceada y bien escrita

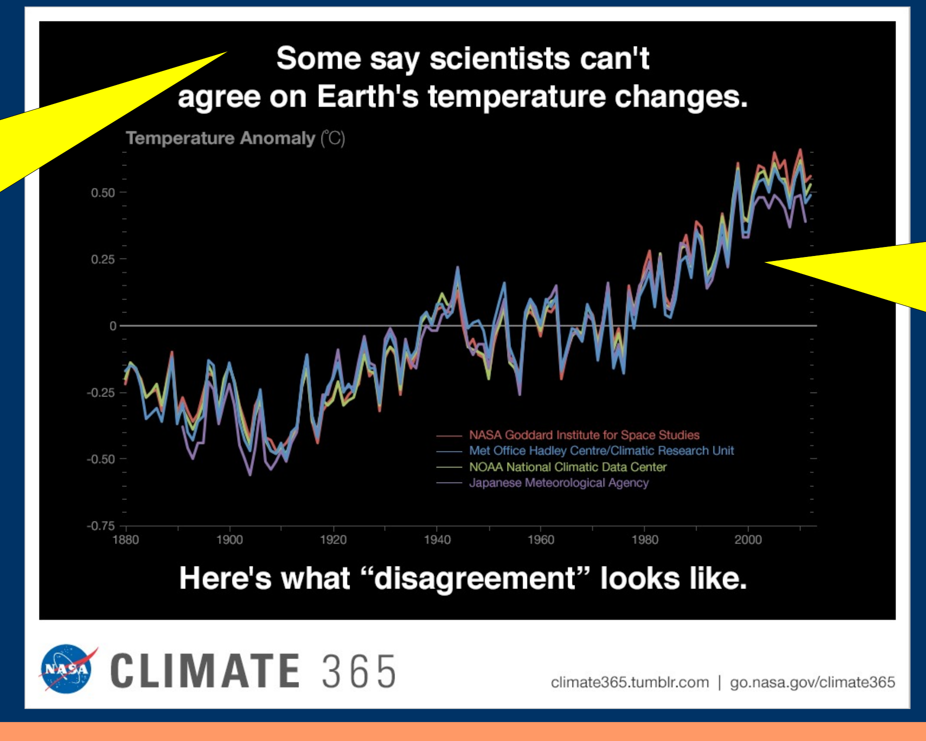
M en C Rafael Govea Villaseñor

¿Cuáles reacciones provocan el Calentamiento Global?

Las reacciones Redox donde oxidamos (quemamos) combustibles fósiles.

$$\overset{4-}{C}H_{4\,(g)} + \overset{0}{O}_{2(g)} \rightarrow \overset{4+}{C}\overset{2-}{O}_{2\,(g)} + 2\,H_2\overset{2-}{O}_{(g)}$$

Los negadores del Calentamiento Global Dicen:



Estos son los resultados de esos científicos ¿Coinciden o se contraponen?